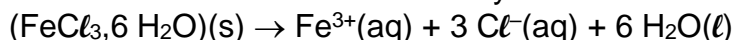


A. Préparation d'une gamme étalons de solutions d'ion fer III

A.1. L'équation de dissolution du chlorure de fer III hexahydraté est :

La masse d'ions fer III dans la solution S_0 est :

$$m_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{Fe}^{3+}} \cdot V_{\text{sol}}$$

$$m_{\text{Fe}^{3+}} = 25,0 \times 10^{-3} \times 250,00 \times 10^{-3} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

La quantité d'ions fer III dans la solution S_0 est alors :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M(\text{Fe})} \text{ soit } n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{6,25 \times 10^{-3}}{55,9} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

D'après l'équation de dissolution, cette quantité est égale à celle du chlorure de fer III hydraté :

$$n_{\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = 1,12 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

La masse de chlorure de fer III hydraté dans la solution S_0 est donc :

$$m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = n_{\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} \times M(\text{FeCl}_3 + 6 \text{H}_2\text{O}) \text{ soit :}$$

$$m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = 1,118 \dots \times 10^{-4} \times (55,9 + 3 \times 35,5 + 6 \times (2 \times 1,0 + 16,0)) = 3,02 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

$$\frac{25.0E-3 \times 250.00E-3}{3} = 0.00625$$

Ans/55.9
1.118067979E-4

$$1.118067979E-4 \times (55.9 + 3 \times 35.5 + 6 \times (2 \times 1.0 + 16.0)) = 0.0302325582$$

A.2. Préparation de la solution S_5 par dilution de la solution mère S_0 :Solution mère S_0 :

$$C_0 = 25,0 \text{ mg.L}^{-1}$$

$$V_0 = ? \text{ mL}$$

Solution fille S_5 :

$$C_5 = 5,00 \text{ mg.L}^{-1}$$

$$V_5 = 50,0 \text{ mL}$$

Au cours de la dilution, la masse de soluté est conservée : $m_0 = m_5$ soit $C_0 \cdot V_0 = C_5 \cdot V_5$.Le volume V_0 de solution mère à prélever pour préparer la solution S_5 est donc : $V_0 = \frac{C_5 \cdot V_5}{C_0}$

$$\text{Soit : } V_0 = \frac{5,00 \times 50,00}{25,0} = 10,0 \text{ mL.}$$

Verrerie de précision nécessaire : fiole jaugée de 50,00 mL et pipette jaugée de 10,0 mL.

Il faut également un becher pour contenir la solution mère à prélever.

A.3. Le maximum d'absorbance du spectre d'absorption est situé pour la longueur d'onde 490 nm, soit le cyan d'après l'étoile chromatique. La couleur perçue de la solution est la couleur complémentaire au cyan soit **le rouge**.A.4. La longueur d'onde la plus adaptée pour effectuer les mesures d'absorbance est celle associée au maximum d'absorbance soit $\lambda_0 = 490 \text{ nm}$. Ainsi l'erreur relative sur la mesure de A sera plus faible.

B. Réalisation de la courbe d'étalonnage

B.1. La courbe d'étalonnage est modélisable par une droite passant par l'origine. L'absorbance A est donc proportionnelle à la concentration C en ions fer III : $A = k \cdot C$.

La loi de Beer-Lambert est donc vérifiée.

B.2. Calcul du coefficient k entre les points (0,00 ; 0,00) et (5,00 ; 0,440) appartenant à la droite :

$$k = \frac{0,440 - 0,00}{5,00 - 0,00} = 8,80 \times 10^{-2} \text{ L.mg}^{-1} \text{ donc : } A = 8,80 \times 10^{-2} \times C$$

$$\frac{0.440}{5.00} = 0.088$$

C. Préparation de l'échantillon

C.1. La solution S est diluée afin que la valeur d'absorbance mesurée entre dans la zone de linéarité de la loi de Beer-Lambert. L'absorbance est proportionnelle à la concentration tant que celle-ci n'est pas trop élevée.

C.2. Pour la solution S diluée 10 fois : $A = 0,313$. La concentration en masse C en ions fer III est donc : $C = \frac{A}{8,80 \times 10^{-2}} = \frac{0,313}{8,80 \times 10^{-2}} = 3,5568 \text{ mg.L}^{-1} = \mathbf{3,56 \text{ mg.L}^{-1}}$.

```
0.440/5.00
0.313/8.80E-2
3.556818182
```

• La concentration en masse C_S en ions fer III de la solution S est 10 fois plus grande alors : $C_S = 10 \times 3,5568 = 35,568 \text{ mg.L}^{-1} = \mathbf{35,6 \text{ mg.L}^{-1}}$.

• La solution S a été préparée en diluant 5 fois la solution initiale contenant le produit commercial (20,0 mL dans 100,00 mL). La concentration en masse $C_{\text{Fe}^{3+}}$ en ions fer III de la solution initiale est alors : $C_{\text{Fe}^{3+}} = 5 \times 35,568 = 177,84 \text{ mg.L}^{-1} = \mathbf{178 \text{ mg.L}^{-1}}$.

```
35.56818182*5
177.8409091
Ans*1E-3*20.0E-3
.0035568182
Ans/55.9
6.362823224E-5
```

• La masse d'ions fer III de la solution initiale de volume $V_{\text{sol}} = 20,0 \text{ mL}$ est : $m_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{Fe}^{3+}} \cdot V_{\text{sol}}$ soit

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 177,84 \times 10^{-3} \times 20,0 \times 10^{-3} = 3,5568 \times 10^{-3} \text{ g} = \mathbf{3,56 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

• La quantité d'ions fer III de la solution initiale de volume $V_{\text{sol}} = 20,0 \text{ mL}$ est :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{m_{\text{Fe}^{3+}}}{M(\text{Fe})} \text{ soit } n_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{3,5568 \times 10^{-3}}{55,9} = 6,3628 \times 10^{-5} \text{ mol} = \mathbf{6,36 \times 10^{-5} \text{ mol}}$$

• Or d'après l'énoncé, 1 mole de Fe_2O_3 libère 2 moles d'ion Fe^{3+} donc : $n(\text{Fe}^{3+}) = 2 n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

$$\text{soit } n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{2} \text{ d'où :}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3,1814 \times 10^{-5} \text{ mol} = \mathbf{3,18 \times 10^{-5} \text{ mol}}$$

```
Ans/55.9
6.362823224E-5
Ans/2
3.181411612E-5
Ans*(2*55.9+3*16
.0)
.0050838958
```

• La masse d'oxyde de fer III dans l'échantillon est alors :

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$\text{soit } m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3,1814 \times 10^{-5} \times (2 \times 55,3 + 3 \times 16,0) = \mathbf{5,08 \times 10^{-3} \text{ g} = 5,08 \text{ mg}}$$

• La masse de poudre colorante étant de 100,0 mg, le teneur en oxyde de fer de la poudre est alors :

$$\frac{\text{masse oxyde de fer}}{\text{masse poudre colorante}} = \frac{5,08}{100,0} = \mathbf{5,08 \times 10^{-2} = 5,08 \%}$$

L'indication sur la valeur maximale en oxyde de fer III de la poudre donnée par le fabricant 0,05 = 5 % est donc correcte.